$$[HCOO^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

$$pH_E = \frac{1}{2}(pKa + pKe + \log[HCOO^-])$$

$$[HCOOH] = [OH^-]$$

Ou bien

$$Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} \Rightarrow [HCOOH] = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{Ka}$$

7°) Initiale $V_B = 0$

HCOOH acide faible $\begin{cases} C_A = 0{,}11 mol^{-1} \\ pH_i = 2{,}4 \end{cases}$

$$HCOOH + H_2O \rightleftarrows HCOO^- + H_3O^+$$

* $[HCOO^-] = [H_3O^+] = y_f$ (on néglige les ions provenant de l'ionisation de l'eau)

* $[HCOOH] = C_A - y_f = C_A - [H_3O^+]$

$$Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_A - [H_3O^+]} = \frac{10^{-2x2,4}}{0{,}11 - 10^{-2,4}}$$

$$Ka = 1{,}5 10^{-4}$$

$$pKa = 3{,}8$$

Remarque

Si l'acide est faiblement ionise

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{C_A} \Rightarrow [H_3O^+]^2 = Ka.C_A$$

$$2pH_i = pKa - \log C_A$$

$$pH_i = \frac{1}{2}(pKa - \log C_A)$$

8°)

a- $V_B = 5{,}5 cm^3 = \frac{V_{BE}}{2}$ c'est la demi équivalence

pH = pKa = 3,6

Les espèces présentés

HCOOH, $HCOO^-$, Na^+, H_3O^+, OH^- et H_2O

$$[HCOO^-] = [HCOOH] = \frac{1}{2}\frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

$$= \frac{1}{2} \cdot \frac{0{,}11.10}{15{,}5} = 3{,}5 10^{-1} mol$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3,6} mol.L^{-1}$$

$$[OH^-] = 10^{-10,4} mol.L^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} = \frac{0{,}1.5{,}5}{15{,}5} = 3{,}5 10^{-2} molL^{-1}$$

b- $V_B = 11 cm^3 = V_{BE}$ C'est l'équivalence $pH_E = 8{,}2$

$[H_3O^+] = 10^{-8,2} molL^{-1}$ et $[OH^-] = 10^{-5,8} molL^{-1}$